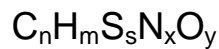


4.- LA COMBUSTIÓN DE SUBSTANCIAS ORGÁNICAS

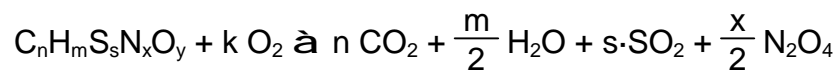
4.1.- CRITERIOS DE TIPO QUÍMICO

Los combustibles generalmente utilizados en los hornos de elaboración de vidrios industriales, están formados por mezclas de hidrocarburos más o menos saturados, con algunas impurezas aportadoras de elementos tales como azufre, nitrógeno, oxígeno ... y poco más.

En una primera aproximación, podemos esquematizar su fórmula aparente así:



Su combustión completa es la combinación de esta sustancia con el oxígeno, y por lo tanto puede representarse de la manera siguiente:



en la que debe cumplirse que: $k = n + \frac{m}{4} + s + x - \frac{y}{2}$

De esta ecuación química se deduce inmediatamente que el producto de la combustión de sustancias de este tipo, es una mezcla de gases (*humos*) en cuya composición entran a formar parte de manera importante el anhídrido carbónico y el agua (generalmente en forma de vapor), así como, en menores proporciones, anhídridos sulfurosos y óxidos de nitrógeno. A estos productos hay que añadir los que formando parte del comburente, no intervienen en la reacción anterior, pero que se mantienen en los humos. Así, por ejemplo, si el comburente es aire, en los humos encontraremos nitrógeno en fuertes proporciones; argón (y otros gases nobles, en muy pequeñas cantidades), algo más de CO_2 y algo más de vapor de agua, etc. En la práctica, en los humos se encuentran además, sustancias tales como CO, óxidos de nitrógeno, radicales libres, y otras sustancias no determinadas con exactitud por su pequeñísima proporción, pero que están presentes como consecuencia de reacciones químicas más complejas.

Para que una combustión se realice de forma correcta es necesario aportar, como mínimo, la proporción k de oxígeno. A esta proporción se le llama *estequiométrica*. Normalmente, en una combustión industrial, la cantidad de oxígeno aportado suele ser algo mayor, con el fin de asegurarse de que la reacción química se efectúa de manera lo más completa posible. Al tanto por ciento de exceso de aire aportado se le denomina *exceso de comburente*. Este valor depende del tipo de hogar en el que se hace arder al combustible, de su

misma naturaleza, de las entradas de aire parásito en la cámara de combustión, etc. Suele oscilar, en nuestro caso, entre un 15% y un 25%.

Los cálculos de tipo químico que deben realizarse con un combustible, deben conducirnos a conocer, por cada unidad de masa del combustible:

Cantidad de comburente necesaria (aire, oxígeno enriquecido...).

Cantidad de humos producida.

Composición de esos humos.

Para realizar estos cálculos es preciso conocer, cuando menos, el análisis químico cuantitativo del combustible, o mejor todavía, la naturaleza química de sus componentes y su proporción.

Vamos a distinguir tres tipos de combustible de origen fósil:

Sólidos, (o carbones)

Líquidos (petróleo, fuel-oil, gas-oil)

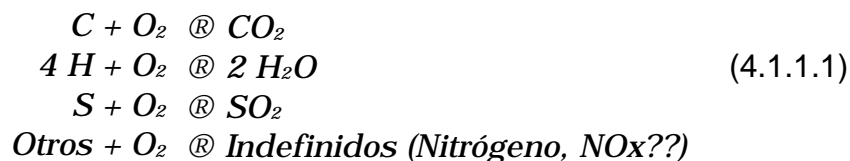
Gaseosos: "Gas natural", Propano y Butanos.

El primero no ofrece, por el momento, ningún interés para nuestra industria, y vamos a dejarlo a un lado.

4.1.1.- Combustibles Líquidos

Estos combustibles están formados por unas mezclas muy complejas, en las que predominan los hidrocarburos, tanto saturados como no saturados, siendo sus proporciones distintas según el lugar de su procedencia e incluso el de su destilación. Por estas razones, la composición no se suele expresar en función de sus componentes moleculares, sino de una manera mucho más generalizada: la de porcentajes de los elementos químicos más importantes que lo componen.

En este caso los cálculos se realizarán partiendo de las reacciones elementales siguientes:



(A efectos de los cálculos técnicos, supondremos que, además de estas reacciones, no se producen disociaciones moleculares, ni otro tipo de cambios fisicoquímicos).

La cantidad de Oxígeno necesaria para la combustión, vendrá dada por una fórmula del tipo:

$$Kg \text{ de oxígeno} = \sum_0^n \left(\frac{\% \text{ del elemento}}{100} \cdot \frac{1000}{n \cdot \text{Peso atómico del elemento}} \cdot \frac{32}{1000} \right)$$

siendo aquí n es el número de átomos del elemento que reaccionan con un átomo de Oxígeno.

De forma general, podemos establecer unas ecuaciones básicas para su cálculo. Veamos cómo:

Para el Carbono:

$$Kg \text{ oxígeno para el C} = \frac{\%C}{100} \times \frac{1000}{12,01} \times \frac{32}{1000} = 0,0266445 \times (\%C)$$

Para el Hidrógeno:

$$Kg \text{ oxígeno para el H} = \frac{\%H}{100} \times \frac{1000}{4 \times 1,008} \times \frac{32}{1000} = 0,0793651 \times (\%H)$$

Para el Azufre:

$$Kg \text{ oxígeno para el S} = \frac{\%S}{100} \times \frac{1000}{32,06} \times \frac{32}{1000} = 0,00998129 \times (\%S)$$

Para Otros:

$$Kg \text{ oxígeno para el N} = \frac{\%Otros}{100} \times \frac{1000}{14,008} \times \frac{32}{1000} = 0,0228441 \times (\%Otros)$$

El total de oxígeno necesario será, obviamente, la suma de las cantidades anteriores.

Así, por ejemplo, para un fuel-oil (que podríamos tomar como "típico") que se expresara según el análisis siguiente:

<i>Carbono:</i>	84,9 %
<i>Hidrógeno:</i>	11,9 %
<i>Azufre:</i>	2,6 %
<i>Otros:</i>	0,6 %

la cantidad de oxígeno necesario, sería:

<i>Carbono:</i>	2,26 Kg de O
<i>Hidrógeno:</i>	0,94 Kg "
<i>Azufre:</i>	0,03 Kg "
<i>Otros:</i>	0,02 Kg "

TOTAL Oxígeno 3,25 Kg O/Kg fuel-oil

La cantidad de humos que se produce es de cálculo inmediato: la suma de comburente más combustible. En el ejemplo, suponiendo que el oxígeno fuera puro, la cantidad de humos sería:

$$\text{Humos} = 1 + 3,25 = 4,25 \text{ Kg humos/Kg fuel-oil}$$

Para una estimación de la composición de estos humos, deberemos basarnos, como anteriormente, en las ecuaciones químicas (4.1.1.1), de la siguiente forma:

Para el Carbono:

$$\text{Kg de CO}_2 \text{ del C} = \frac{\%C}{100} \times \frac{1000}{12,01} \times \frac{44,01}{1000} = 0,0366445 \times (\%C)$$

Para el Hidrógeno:

$$\text{Kg de H}_2\text{O del H} = \frac{\%H}{100} \times \frac{1000}{2 \times 1,008} \times \frac{18,016}{1000} = 0,0893651 \times (\%H)$$

Para el Azufre:

$$\text{Kg de SO}_2 \text{ del S} = \frac{\%S}{100} \times \frac{1000}{32,06} \times \frac{64,06}{1000} = 0,0199813 \times (\%S)$$

Para Otros:

$$\text{Kg de NO}_2 \text{ del N} = \frac{\%Otros}{100} \times \frac{1000}{14,008} \times \frac{46,008}{1000} = 0,0328441 \times (\%Otros)$$

A través de estas fórmulas se calculan las cantidades de cada gas componiendo los humos, expresadas en kilogramos. Para pasar a % en volumen, deberemos dividirlos por el peso molecular de cada uno de ellos, y la relación de moles nos dará directamente la resultante en volúmenes, ya que dichos gases se comportan, en *condiciones normales*, prácticamente como *gases perfectos*.

4.1.2.- Combustibles gaseosos

El cálculo del oxígeno necesario, cantidad de humos y su composición, puede ser tratado de forma idéntica al caso anterior, a condición, evidentemente, de expresar su composición en forma porcentual por cada elemento que compone el combustible gaseoso.

Sin embargo, y como veremos más adelante, es muy interesante poder expresar su composición en tantos por ciento de las moléculas que lo forman, cosa que, dada la simplicidad de composición de los gases combustibles industriales, suele ser posible e incluso frecuente.

Los gases componentes de este tipo de combustibles, suelen ser:

<i>Metano</i>	CH_4
<i>Etano</i>	C_2H_6
<i>Propano</i>	C_3H_8
<i>Butano e Isobutanos</i>	C_4H_{10}

amén de ciertas impurezas, que no vienen al caso.

Supongamos que la composición de un "Gas Natural" se expresa bajo la forma siguiente:

<i>M%</i>	<i>en peso de</i>	<i>Metano</i>
<i>E%</i>		<i>Etano</i>
<i>P%</i>		<i>Propano</i>
<i>B%</i>		<i>Butano + Isobutano</i>
<i>R%</i>		<i>Otros</i>

La cantidad de Kg de **Carbono** en 1Kg de gas será:

$$\text{Por el Metano} = \frac{M}{100} \times \frac{1 \times 12,01}{12,01 \times 1 + 1,008 \times 4} = 0,00748660 \times M$$

$$\text{Por el Etano} = \frac{E}{100} \times \frac{2 \times 12,01}{12,01 \times 2 + 1,008 \times 6} = 0,00798856 \times E$$

$$\text{Por el Propano} = \frac{P}{100} \times \frac{3 \times 12,01}{12,01 \times 3 + 1,008 \times 8} = 0,00817118 \times P$$

$$\text{Por el Butano} = \frac{B}{100} \times \frac{4 \times 12,01}{12,01 \times 4 + 1,008 \times 10} = 0,00826566 \times B$$

La cantidad de Kg de **Hidrógeno** en 1Kg de gas será:

$$\text{Kg de Hidrógeno/Kg combustible} = 1 - (\text{Kg de Carbono/Kg combustible}) - \frac{R}{100}$$

Determinados los % de cada elemento, estamos en el caso anterior.

Si damos los valores $M=0$, $E=0$, $B=0$, $R=0$ y $P=100$, por ejemplo, obtendremos los datos para el Propano puro:

$$C = 0,817118 \text{ Kg C/Kg de gas}$$

$$H = 0,182882 \text{ Kg H/Kg de gas}$$

4.1.3.- El Comburente

Con frecuencia, se trata de aire ambiente.

La composición del aire, examinada de forma minuciosa, es muy variable de unos lugares a otros: las ciudades o el campo, altitud sobre el nivel del mar, etc. Sin embargo, a los efectos técnicos industriales se suele tomar una composición tipo del aire que se halla en todas las bibliografías consultadas. Es necesario llamar la atención sobre el detalle de que "lo que no es oxígeno" en el aire, no es sólo nitrógeno, como en algunas publicaciones técnicas se supone, sino que está formado por cantidades no despreciables de gases nobles (fundamentalmente Argón), de CO₂ y de vapor de agua (humedad ambiente).

La composición tipo que vamos a tomar aquí, es la siguiente [7], aire seco al nivel del mar:

Tabla 4.1.3.1

Gas	% en peso
O ₂	23,19
N ₂	75,48
Ar	1,22
CO ₂	0,05
Diversos	0,06

En volumen y de manera más rigurosa, sería:

Tabla 4.1.3.2

Gas	% en volumen
O ₂	20,99
N ₂	78,03
Ar	0,94
CO ₂	0,03
H ₂	0,01
Ne	0,00123
He	0,0004
Kr	0,00005
Xe	0,0000006

Partiendo de esta composición del aire, podemos determinar ahora las cantidades del mismo necesarias para un combustible dado, así como la composición de los humos resultantes.

Retornemos a las ecuaciones del punto (4.1.1) y calculemos, a partir de ellas, las cantidades estequiométricas de aire necesarias:

$$Kg \text{ de aire} = \sum_0^n \left(\frac{\% \text{ del elemento}}{100} \times \frac{1.000}{n \times \text{Peso atómico del elemento}} \times \frac{32}{1.000} \times \frac{100}{23,19} \right)$$

Para que la combustión sea completa, y se realice a velocidades industrialmente aceptables, es preciso un cierto exceso de comburente respecto del estequiométrico. Por lo tanto, habrá que multiplicar la cantidad anterior por un factor **(1 + % de exceso / 100)**.

En el caso del fuel-oil tomado como ejemplo más arriba, la cantidad estequiométrica de aire necesario, por cada kilogramo de combustible, será:

$$\frac{3,25 \times 100}{23,19} = 14,0 \text{ Kg de aire/Kg de fuel}$$

El exceso de aire recomendado para los inyectores quemadores de hornos para la elaboración de vidrio, es de entre un 15% a un 25%.

Estos humos contendrán las cantidades de sus gases componentes que se determinan por la fórmulas:

Para el CO₂: *Kg de CO₂ del C = 0,0366445 x (%C) + (Kg aire) x 0,0005*

Para el H₂O: *Kg de H₂O del H = 0,0893651 x (%H) + (Kg aire) x 0,0006*

Para el SO₂: *Kg de SO₂ del S = 0,0199813 x (%S)*

Para el NO₂: *Kg de NO₂ del N = 0,0328441 x (%Otros)*

Para el N₂: *Kg N₂ del aire = (Kg aire) x 0,7548*

Para el Ar: *Kg Ar del aire = (Kg aire) x 0,0122*

Para el O₂ (proveniente del exceso de aire):

$$\text{Kg O}_2 \text{ del aire} = (\text{Kg de aire}) \times \frac{\% \text{exceso de aire}}{100 \times (1 + \frac{\% \text{exceso de aire}}{100})} \times 0,2319$$

4.1.4.- Observación final

Todos estos cálculos, si bien son muy interesantes, no dejan de presentar un aspecto farragoso, y por ello, sujeto a multitud de errores. Con el fin de evitarlos, se aconseja utilizar pequeños programas de cálculo, sencillos de preparar a partir de las relaciones anteriores.

4.2.- CRITERIOS DE TIPO TERMODINÁMICO

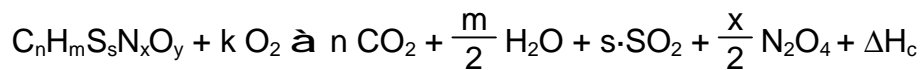
Como ya se definió en §4.1, la combustión es una reacción química exotérmica, es decir, que genera calor.

La cantidad de calor generada por un combustible, puede obtenerse mediante experimentación directa ("bomba de calor"), o mediante el conocimiento de las reacciones moleculares correspondientes y su cálculo a través de las

tablas que a tal efecto se hallan en la bibliografía especializada; en nuestro caso [8], [9].

4.2.1.- Caso de los combustibles líquidos

Como ya se dijo anteriormente, estos combustibles son de composición variable y difícil de conocer, por lo que el único medio de determinar el calor desprendido por la reacción:



es su determinación experimental. El valor ΔH_c varía en función del estado físico tanto de las moléculas intervinientes en la reacción, como el de las resultantes de ella (que componen lo que hemos dado en llamar *humos*).

Si los productos intervinientes se sitúan a temperatura ambiente, y durante la combustión se conserva la presión del sistema constante, pero se mantiene la totalidad del agua resultante de la combustión en forma de vapor, el valor ΔH_c obtenido constituye lo que se llama el **Poder Calorífico Inferior** del combustible (o simplemente, su PCI). Si al agua resultante se la supone recogida en forma líquida, al valor ΔH_c se le denomina **Poder Calorífico Superior** (o PCS).

La temperatura a la que se encuentran las sustancias reaccionantes y los humos, define el tipo de PCI (o de PCS) del que estamos hablando. Así, el más corrientemente usado es el PCI a 25 °C, es decir, la cantidad total de calor recogida de la reacción anterior, cuando combustible y comburente están a 25 °C, y los humos se han enfriado (y todo su calor sensible, aprovechado) hasta los 25 °C.

Para un fuel-oil seco corriente, se admite que su PCI(25°C) puede estimarse a través de la relación [5]:

$$PCI, Kcal/Kg \approx 84.(%C) + 203.(%H) + 25.(%S - \%Diversos)$$

4.2.2.- Caso de los combustibles gaseosos

Ya hemos señalado que en estos casos lo más sencillo es conocer la composición molecular del combustible. Por esta razón, puede analizarse el PCI de cada uno de los componentes, estimando que el resultante no será otra cosa que el valor ponderado. Para los hidrocarburos que normalmente constituyen los gases combustibles utilizados en la industria, los PCI(25°C) son:

Tabla 4.2.2.1

	Termias/Kg
Metano	11,9536
Etano	11,3596
Propano	11,0359
Butano +	

+ Isobutanos ~10,9

4.2.3.- Temperaturas de llamas

En el apartado (4.1) ya hemos definido lo que es la TEMPERATURA ADIABÁTICA DE LLAMA de un combustible. Para calcularla, bastará determinar la temperatura que alcanzarán los humos, si se les confiere de manera total un calor sensible igual a su PCI.

El calor sensible de una mezcla de gases, se determina según la expresión:

$$(4.2.3.1) \quad Q = \int_{25}^{T^*} [\sum f_i \cdot C_{pi}(T)] \cdot dT$$

en la que conocemos:

Q : = Calor absorbido por los humos de la combustión
 f_i = Tanto por uno del gas i en la mezcla
 C_{pi} = Calor específico, a presión constante, del gas i .

y en la que hay que determinar el límite T^* de la integración, que será precisamente la TEMPERATURA ADIABÁTICA DE LLAMA.

Los calores específicos de los gases a presión constante, son independientes de la temperatura, en el caso de los gases perfectos. Los gases componentes de los humos no presentan un tal comportamiento, pudiéndose estimar dicha función a partir del valor ponderado de las funciones de cada uno de ellos, que se hallan tabuladas en la bibliografía adecuada.

En las tablas de *John H. Perry (Unión Tipográfica Editorial Hispano Americana, México 1958)* se pueden ver las relaciones siguientes, para los gases involucrados en nuestros cálculos técnicos, en las que:

$C_p(T)$ se expresa en Kcal/Kg gas·°C
 T se expresa en °K (grados Kelvin = °C + 273,15)

Para O₂: $C_p(T) = 0,258 + 8,063 \cdot 10^{-6} \cdot T - \frac{5866}{T^2}$ 300°K £ T £ 5.000

Para SO₂: $C_p(T) = 0,120 + 8,2727 \cdot 10^{-5} \cdot T - 1,2955 \cdot 10^{-8} \cdot T^2$ 300°K £ T £ 2.500

Para N₂: $C_p(T) = 0,232 + 3,5694 \cdot 10^{-5} \cdot T$ 300°K £ T £ 3.000

Para CO₂: $C_p(T) = 0,235 + 6,2259 \cdot 10^{-5} \cdot T - \frac{4442}{T^2}$ 273°K £ T £ 1.200

Para H₂O: $C_p(T) = 0,456 + 8,3259 \cdot 10^{-6} \cdot T + 7,4378 \cdot 10^{-8} \cdot T^2$ 273°K £ T £ 2.000

Para Ar: $C_p(T) = 0,1244$, Toda temperatura

El cálculo del límite T^* de la integral (4.2.3.1) se realiza sencillamente, mediante cálculo iterativo.

Con el fin de fijar las ideas, digamos que para el fueloil de los ejemplos anteriores, con un exceso de aire nulo, la TEMPERATURA ADIABÁTICA DE LLAMA, resulta ser del orden de **2.075 °C**.

Para el "Gas Natural" de esos ejemplos, sería del orden de **2.035 °C**.

Estas temperaturas son valores totalmente teóricos, no alcanzables. En la práctica, fenómenos de disociación molecular a altas temperaturas, combustiones incompletas, y la radiación de las llamas hacia el medio que las rodea, en cuanto se inicia la combustión, hacen que estos valores sean imposibles de alcanzar. En realidad se trata de valores asintóticos, siendo los valores posibles del orden de un **85%** de estos.

Estas temperaturas pueden verse aumentadas de manera notable utilizando aire enriquecido con oxígeno, e incluso oxígeno puro. En estos casos las TEMPERATURA ADIABÁTICA DE LLAMA pueden alcanzar valores que sobrepasan los **3.000 °C**.

4.3.- PÉRDIDAS DE CALOR DE UN HORNO

Proviene fundamentalmente de:

- ✓ pérdidas por radiación y convección de las paredes externas **hacia** el aire ambiente (**P_p**).
- ✓ pérdidas por radiación a través de los diferentes orificios abiertos de las paredes (**P_r**).
- ✓ pérdidas por accesorios (cajas de agua, enfriamiento forzado por aire de diferentes partes, etc.) (**P_A**).

4.3.1.- PAREDES EXTERNAS

Las pérdidas en este caso se suelen calcular a partir del conocimiento de su temperatura. Esta, a su vez, puede determinarse mediante medidas directas con los pirómetros adecuados, a bien a través del conocimiento de las conductividades térmicas de los materiales que constituyen las paredes, y de las temperaturas interiores de estas paredes.

En cualquiera de los casos, una vez determinada la temperatura de la pared, se estima el flujo de calor desde esta al aire ambiente mediante las fórmulas siguientes:

a) Radiación

$$\Phi_R = 4,88 \cdot \epsilon \cdot \left(\left(\frac{T_s + 273,15}{100} \right)^4 - \left(\frac{T_e + 273,15}{100} \right)^4 \right) \text{Kcal/h.m}^2$$

siendo:

e = emisividad de la pared; en estos casos se acepta $e = 0,8$.

T_s = temperatura de la superficie externa de la pared ($^{\circ}\text{C}$)

T_e = temperatura ambiente ($^{\circ}\text{C}$) ; suele tomarse $T_e = 25^{\circ}\text{C}$

b) Convección

$$\Phi_C = h_C \cdot (T_s - T_e)$$

en la que:

h_C = coeficiente de convección natural ($\text{Kcal/m}^2 \cdot \text{h} \cdot ^{\circ}\text{C}$)

este coeficiente depende de la posición relativa de la pared respecto a la horizontal; suelen aplicarse los valores siguientes:

<i>bóvedas</i>	$hc = 2,6 \cdot (T_s - 25)^{0,25}$	
<i>soleras</i>	$hc = 1,8 \cdot (T_s - 25)^{0,25}$	
<i>pies derechos</i>	}	
<i>paredes de cuba</i>		$hc = 2,2 \cdot (T_s - 25)^{0,25}$
<i>piñones</i>		

c) Flujo total desde paredes

$$\Phi = 4 \cdot \left(\left(\frac{T_s + 273,15}{100} \right)^4 - 78,86 \right) + \alpha \cdot (T_s - 25)^{1,25}$$

$\alpha = 2,6 \text{ ó } 1,8 \text{ ó } 2,2$

d) El efecto de esquinas y bordes

Las pérdidas por calor emitido por las paredes, tal y como se han expresado hasta aquí no tiene en cuenta el efecto del borde de la pared, tanto si se trata de un borde simple, como si se trata de una esquina, concurrencia de tres planos ortogonales. En estos casos es cálculo puede realizarse por vía analítica, cálculo numérico o más sencillamente mediante fórmulas aproximadas, pero de fácil manejo.

Se aconseja la regla consistente en añadir al área considerada (A_0), las siguientes "áreas ficticias":

$$A_b = 0,54 \cdot (\text{Longitud de bordes}) \cdot (\text{Espesor medio de la pared})$$

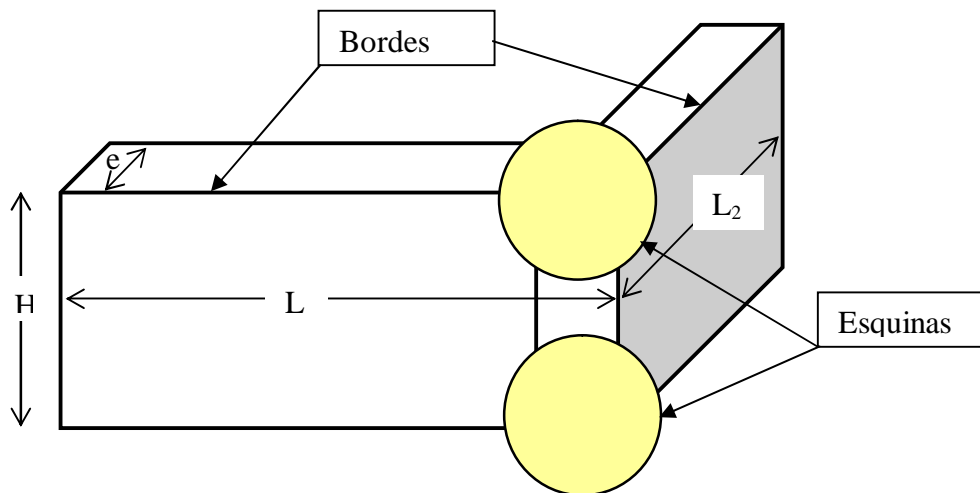
$$A_b = 0,54 \cdot (L_1 + L_2 + 3 \cdot H + \dots) \cdot e$$

$$A_e = 0,015 \cdot (N^{\circ} \text{ esquinas}) \cdot (\text{Espesor medio de la pared})^2$$

$$A_e = 2 \cdot 0,015 \cdot e^2$$

Las pérdidas de calor totales se expresarán así:

$$\Phi = (A_o + A_b + A_e) \frac{1}{e} (T_s - T_a)$$



4.3.2.- RADIACIÓN A TRAVÉS DE ORIFICIOS

La forma general de la expresión es: (Kcal/h):

$$P_R = K_R \cdot 4,88 \cdot \left(\left(\frac{T_s + 273,15}{100} \right)^4 - \left(\frac{T_e + 273,15}{100} \right)^4 \right) \cdot S$$

con:

K_R = factor geométrico de radiación o emisividad aparente, función de la forma y dimensiones del orificio (d) y del espesor de la pared (e). Ver la Tabla 4.3.2.1

Tabla 4.3.2.1

FORMA DEL ORIFICIO	RELACIÓN							
	Diámetro o dimensión menor Espesor de la pared							
	0,01	0,1	0,2	0,5	1	2	4	6
Circular	0,02	0,10	0,18	0,35	0,52	0,67	0,80	0,86
Cuadrado	0,02	0,11	0,20	0,36	0,53	0,69	0,82	0,87
Rectangular 2:1	0,03	0,13	0,24	0,43	0,60	0,75	0,86	0,90

<i>Rendija muy larga</i>	<i>0,05</i>	<i>0,22</i>	<i>0,34</i>	<i>0,54</i>	<i>0,68</i>	<i>0,81</i>	<i>0,89</i>	<i>0,92</i>
--------------------------	-------------	-------------	-------------	-------------	-------------	-------------	-------------	-------------

4.3.3-. PÉRDIDAS POR ACCESORIOS

a) Enfriamiento por cajas de agua (circulación de agua)

$$Pérdidas = d_e \cdot c \cdot (T_S - T_e)$$

d_e = Caudal de agua (l/h)

c = Calor específico del agua ≈ 1 Kcal/Kg °C

T_S, T_e = Temperaturas de entrada y salida del agua (°C)

b) Enfriamiento por ventilación de paredes

$$Pérdidas = d_a \cdot c_a \cdot (T_S - T_e)$$

d_a = Caudal de aire (Kg/h)

c_a = Calor específico del aire $\approx 0,23$ Kcal/Kg. °C

T_S, T_e = Temperaturas de entrada y salida del aire (°C)

NOTA: A partir del conocimiento de las dimensiones de todas las partes de un horno (planos de detalle constructivo), así como de las temperaturas que se esperan alcanzar en las partes interiores de esas partes, es posible realizar una estimación, a efectos técnicos suficientemente exacta, de las pérdidas de calor de cada una de las superficies más importantes, así como de los accesorios. Para ello basta la utilización de sencillos programas de cálculo, que proporcionan, además, otro tipo de información interesante para el diseño completo de la instalación, tales como el peso total de cada parte, número de piezas a utilizar en la construcción, etc.